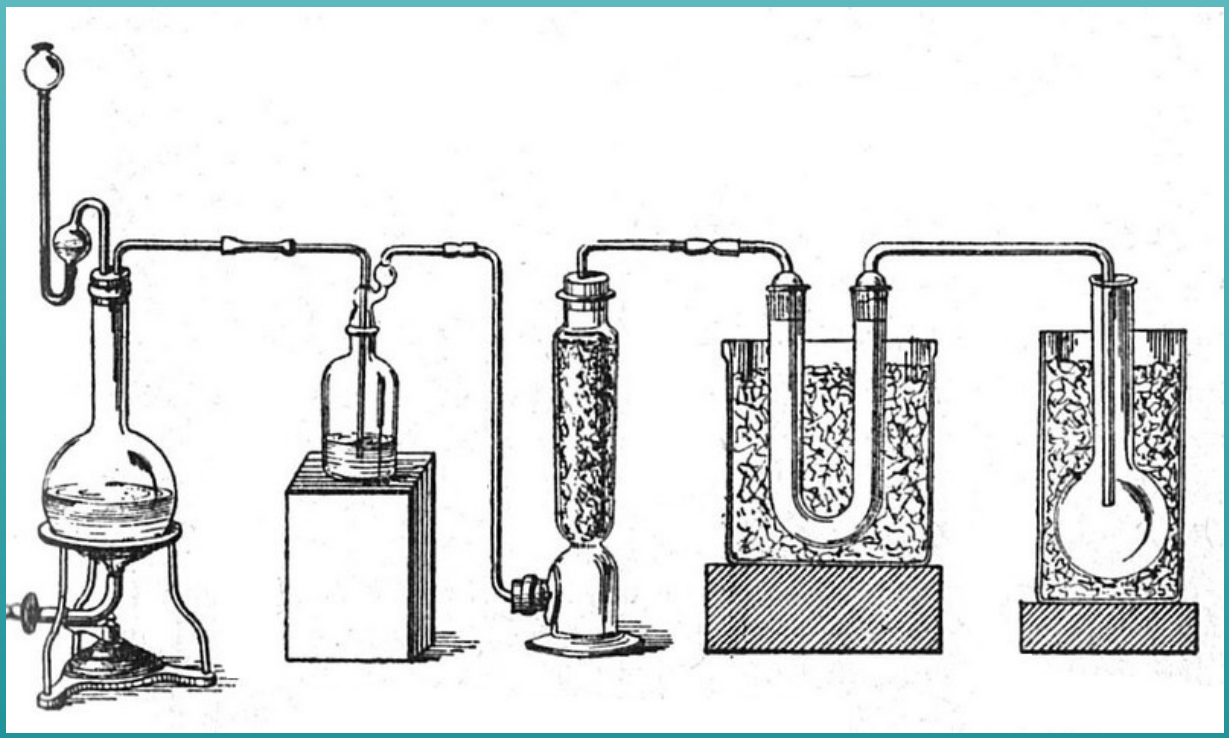
EXPERIENCES CHIMIQUES

Guide pratique
pour les débutants ou leurs enseignants

SECOND COMPLÉMENT



Marc HALLET

DOS DE COUVERTURE

L’illustration de couverture provient de :

A. Joannis - Cours élémentaire de chimie
Paris et Liège, Librairie polytechnique, 1915 (4^{e} édition revue et corrigée)

FEUILLE DE GARDE

FEUILLE DE GARDE

EXPERIENCES CHIMIQUES

Guide pratique
pour les débutants ou leurs enseignants

SECOND COMPLÉMENT

Marc HALLET

Le présent ouvrage est diffusé gratuitement
tout comme le principal, du même titre, dont il est le second complément.
L'auteur conserve néanmoins ses droits d'auteur.

La mise en page prévue pour une lecture agréable
ne sera conservée que si le fichier PDF originel est utilisé.

BOMBES ET EXPLOSIFS

Tout comme dans l'ouvrage principal dont celui-ci est un complément, l'auteur a veillé à ne fournir aucun renseignement qui puisse être utilisé par un terroriste amateur ou non.
Bien sûr, quelques expériences chimiques signalées ici pourraient donner des idées aux malveillants et aux insensés. Mais il serait bien dangereux pour eux de tenter de les exploiter, car une expérience de laboratoire est souvent bien différente de ce qui peut se passer à grande échelle. Voilà donc les idéologues et les insensés avertis des dangers qu'ils pourraient courir en tentant de réaliser à grande échelle certaines des manipulations décrites ici...

Liège - Janvier 2026

INTRODUCTION

C'est en août 2021 qu'au départ du site *Archive.org* j'ai commencé à diffuser un ouvrage intitulé *Expériences chimiques - Guide pratique pour les débutants ou leurs enseignants*. Cet ouvrage qui faisait suite à d'autres du genre, mais moins complets, était basé sur plus de cinquante années de pratiques expérimentales dans mon propre laboratoire amateur.

En juin 2025, au départ du même site internet, j'ai diffusé un complément basé sur de nouvelles expériences réalisées par mes soins entre 2021 et 2024.

Mais un expérimentateur passionné ne s'arrête jamais. Aussi ai-je déjà accumulé suffisamment de matière pour proposer à mes lecteurs le second complément que voici.

Comme pour le premier, je conserverai la numérotation et l'intitulé des chapitres de l'ouvrage principal. Tous les chapitres de ce dernier ne pouvant être concernés par mes nouvelles expériences, il est bien évident que la numérotation de ceux-ci comportera logiquement des « trous » comme en comportait déjà, pour la même raison, le premier complément.

IMPORTANT

Quand il me paraîtra nécessaire de me référer à l'ouvrage principal, je désignerai ce dernier par l'abréviation OP (ouvrage principal), ce qui contribuera à plus de clarté.

PAGE BLANCHE

3. LES REACTIFS :

Réactif des phénols, de la résorcine, du thymol et de l'acide salicylique :

En page 54 d'OP, j'ai signalé un réactif des phénols fait à base de formol et de H_2SO_4. Ce même réactif peut également servir pour détecter :
- La résorcine (à froid donne un liquide d'un beau rouge cerise)
- Le thymol (A chaud, donne un liquide lilas à rouge)
- L'acide salicylique (A chaud, donne un liquide jaune à rouge)

Réactif des sels magnésiens :

- On place dans le fond d'une longue éprouvette 2 cm d'iode dissoute dans de l'eau additionnée de KI. Par-dessus, on verse progressivement de l'eau de chaux en agitant. Le liquide perd de sa couleur pour devenir légèrement jaune. On obtient ainsi une sorte d'iodure de chaux en solution. Cette solution, versée goutte à goutte dans une solution d'un sel de magnésium donne un précipité de couleur brune.

Réactif des sels de plomb :

- Dans une solution de chlorure de strontium on verse une solution de sulfate de sodium. Aussitôt il se forme un fort précipité blanc de sulfate de strontium. On laisse décanter, puis on jette une partie du liquide, on la remplace par de l'eau distillée et ainsi de suite pour bien laver le précipité. Après cette première phase de préparation, on fait bouillir le précipité une bonne dizaine de minutes dans de l'eau car une petite partie du sulfate se dissout ainsi. Telle quelle, la liqueur une fois filtrée peut servir, dit-on, à détecter des sels de plomb. Je dois dire cependant que je n'ai pas obtenu de résultats bien clairs en ce sens.

4.2. PREPARATION DE CERTAINS GAZ

OZONE

Un des gaz qu'un chimiste amateur peut le moins aisément produire en quantités raisonnables est l'ozone car cela demande un équipement électrochimique sophistiqué. Il existe cependant une méthode pour en produire très peu mais cependant assez pour en sentir l'odeur particulière. Dans une petite coupelle, on mélange intimement des parts égales de $KMnO_4$ et BaO_2. Cela fait, on verse par dessus quelques gouttes de H_2SO_4. Des volutes mauves qu'il ne faut pas respirer s'échappent en même temps qu'une odeur de marée peut être perçue. C'est là l'odeur de l'ozone, perceptible également, parfois, après un orage.

AZOTE

- En page 69 d'OP j'ai indiqué plusieurs manières de préparer de l'azote. Une autre consiste à mélanger de l'ammoniaque avec de l'eau de javel. De très petites bulles d'azote en quantité peu importante se dégagent. Il se forme en outre de l'eau et du chlorure de potassium. Il s'agit là cependant d'une simple curiosité de laboratoire car le rendement est extrêmement médiocre.

TRIOXYDE OU SESQUIOXYDE D'AZOTE (N_2O_3)

- Jadis appelé anhydride azoteux, ce gaz se prépare comme suit... On place 6 gr d'amidon dans un ballon de 500 cc et on verse par dessus 72 gr de HNO_3 concentré mais non fumant. On chauffe très progressivement. Un moment donné, un fort dégagement de N_2O_3 se produit.
On peut faire passer ce gaz dans un tube piégeur plongé dans un mélange de glace et $CaCl_2$. Le gaz roux se liquéfie alors aisément en un liquide vert. On peut verser ce liquide dans un petit bécher puis y ajouter de l'eau à température du local. De fortes vapeurs rousses se dégagent alors et il reste un liquide bleu d'acide nitreux instable dont la décoloration du liquide montre la disparition progressive.

ACETYLENE (C_2H_2)

- Quand on prépare l'acétylène par la réaction de l'eau sur le carbure de calcium, la chaux résultant de la décomposition a tendance à empâter le carbure, ce qui ralentit la réaction. Un moyen d'améliorer les choses est d'utiliser de l'eau glucosée.
Certains auteurs recommandent de faire tomber de petits morceaux de carbure, au fur et à mesure des besoins, par un large tube qu'on peut aussitôt refermer. J'estime cependant cette méthode peu pratique car une partie du gaz qu'il vaut mieux ne pas respirer, s'échappe ainsi dans l'air. Le gaz contient en effet un peu de phosphure d'hydrogène toxique qui lui donne son odeur d'ail..

SELENIURE D'HYDROGENE (H_2Se)

- Dans une petite coupelle en porcelaine on mélange de la poudre d'aluminium avec du sélénium en poudre et on chauffe ce tas de poudre directement à la flamme d'un chalumeau ou on l'enflamme à l'aide d'un ruban de magnésium (ce qui n'est pas simple). On obtient ainsi un peu d'une matière jaunâtre qui est du séléniure d'aluminium. Mise en contact avec de l'eau, elle dégage du séléniure d'hydrogène qui a un peu la même odeur infecte que l'hydrogène sulfuré, mais en plus fort et qui est davantage encore toxique. A effectuer, donc, avec grande prudence et à l'extérieur.

5. PREPARATIONS UTILES DIVERSES :

ACIDE HYPOCHLOREUX

- Un auteur a expliqué que pour préparer l'acide hypochloreux il fallait saturer de chlore une solution de sulfate de sodium neutre puis la distiller. C'est la première partie du liquide distillé qui contiendrait l'acide. J'ai effectué cette expérience. J'ai d'abord obtenu un liquide vert un peu semblable à l'eau de chlore. J'ai ensuite distillé avec une colonne de Vigreux et récupéré tout ce qui passait à 95 °. J'ai certes obtenu ainsi de l'acide hypochloreux, mais la méthode m'est apparue peu rentable par rapport à d'autres que j'ai déjà signalées. Elle doit donc demeurer une simple curiosité de laboratoire.
Je dois signaler également qu'en faisant couler cette solution dans de l'eau bromée additionnée de KBr, j'ai obtenu un précipité brun d'aspect métallique qui n'était autre que le perbromure de potassium KBr_3 rarement signalé et qui est peu soluble dans l'eau ainsi que peu sensible à H_2SO_4 à froid.

CHLORURE MERCURIQUE

- On fait réagir du mercure avec HNO_3 concentré et on laisse refroidir. S'il y a cristallisation, on ajoute HNO_3 jusqu'à obtention d'une sol limpide. C'est la méthode la plus efficace de préparation.

CYANURE DE SODIUM

- Les chimistes amateurs se heurtent parfois à l'impossibilité d'acquérir des produits pourtant très utiles à certaines expériences. Tel est le cas, par exemple, du cyanure de sodium. Il est pourtant assez simple d'en préparer...
Dans une coupelle en porcelaine, on place du ferrocyanure de potassium jaune que l'on a préalablement réduit en poudre et on le fait chauffer doucement en mélangeant afin de le débarrasser de son eau. On pèse et prépare une certaine quantité de carbonate de potassium dans un rapport de 8 parts de ferrocyanure pour 3 parts de carbonate. On a chauffé légèrement au préalable le carbonate pour le débarrasser lui aussi de son eau de cristallisation. On mélange intimement les deux solides. Cela fait, on les projette dans un creuset en acier que l'on a d'abord porté au rouge. On mélange ensuite avec une baguette de verre puis on couvre en continuant à chauffer. On soulève périodiquement le couvercle et on mélange encore un peu jusqu'à ce qu'un liquide surnage. Avec adresse et muni d'une pince à creuset, on verse ce liquide dans une coupelle en porcelaine, mais on peut tout aussi bien laisser refroidir le creuset sans verser son contenu. Lorsque le creuset ou le liquide est refroidi, on dissout dans l'eau et on filtre le liquide très noir sur papier filtre fin. Cette couleur noire est engendrée par de fines particules de fer. Le liquide obtenu et qui doit être clair est une solution de cyanure de sodium. On peut le vérifier de deux manières. D'abord par une solution d'acide pyrogallique qui donne une coloration rouge. Ensuite par une solution de sulfate de nickel qui donne d'abord un précipité puis qui, avec un excès de cyanure, donne un liquide transparent d'un beau jaune. Attention : la solution aqueuse de cyanure doit s'employer rapidement car elle ne se conserve pas.

ACIDE OXALIQUE

- Dans un flacon, on place de l'amidon et, par-dessus, on verse de l'acide nitrique concentré mais non fumant. En une dizaine d'heure de temps l'amidon disparaît et le liquide se colore légèrement en jaune. S'il est alors agité, des vapeur rougeâtres apparaissent et le liquide se colore davantage en jaune. Si on fait chauffer lentement une partie, beaucoup de vapeurs rousses se dégagent et il reste des cristaux blancs d'acide oxalique dont la solution aqueuse décolore une solution de permanganate de potassium. En principe cependant, l'acide oxalique se prépare en chauffant lentement 1 part de sucre ou d'amidon avec 8 parts d'acide nitrique. Quand l'action est terminée, c'est-à-dire quand il ne se dégage plus de gaz, la liqueur, en refroidissant, laisse déposer lentement l'acide oxalique.

ACIDE SELENIEUX

- Dans un petit erlenmeyer, on fait chauffer de l'acide nitrique avec des morceaux de sélénium. Beaucoup de vapeurs rutilantes se dégagent. Quand le sélénium ne réagit plus, on transvase le liquide dans une éprouvette et on chauffe celle-ci en faisant tourner le tube. Le liquide, verdâtre, devient rapidement incolore puis l'eau s'étant évaporée, il reste une poudre blanche. C'est l'acide sélénieux ou du dioxyde de sélénium (selon la température atteinte). On additionne d'eau et on obtient ainsi une solution d'acide sélénieux.

PHENOLPHTALEINE

- On écrase et mélange ensemble 2,35 gr d'anhydride phtalique, 3 g de phénol et 1 g de chlorure de zinc. On place le tout dans une éprouvette et on chauffe pendant 5 minutes dans un bain d'huile à 180 °. L'ensemble fond. On retire du bain d'huile et laisse refroidir. Cela fait, on ajoute un mélange d'eau et d'alcool éthylique. On a ainsi préparé de la phénolphtaléine. Une goutte versée dans une solution alcaline devient aussitôt magenta. Il est possible que le produit préparé ne soit pas pur et incolore. Il peut en effet être légèrement orange ou rose. Cela ne nuit pas s'il est utilisé comme indicatif pour les bases.

9. REACTIONS ENTRE UN GAZ ET UN LIQUIDE OU UN LIQUIDE CONTENANT DES PARTICULES SOLIDES

9.1. AIR OU OXYGENE (O_2)

- On fait réagir HCl gazeux ou liquide sur une solution bleue de sulfate de cuivre de manière à ce que celle-ci se transforme en chlorure vert. On place alors ce liquide dans un drechsel dans lequel on fait passer cette fois un courant d'air très chaud. Pour cela, on utilise une pompe et un tube réfractaire porté à très haute température. Faire en sorte que la liaison entre la sortie de ce tube et le drechsel soit la plus courte possible et utiliser de préférence des tubes souples en silicone ou caoutchouc mais pas en PVC. A la sortie du drechsel on branche un second drechsel dans lequel on a placé une solution d'hyposulfite (thiosulfate) de sodium. On constate que celle-ci devient peu à peu laiteuse par formation de soufre engendrée par du chlore. En fait, l'oxygène de l'air se combine au chlorure vert pour reformer le chlorure bleu et de l'eau tout en dégageant du chlore, lequel fait se précipiter le soufre dans la solution d'hyposulfite de sodium.

- Sur cuve à eau, on remplit d'oxygène un flacon d'au moins 2 L. Dans une cuiller à combustion, on place de la poudre de zinc surmontée d'un petit morceau de phosphore. Au moyen du chalumeau ou d'une tige en fer chauffée au rouge, on enflamme le phosphore et, après qu'il a commencé à brûler, on descend rapidement la cuiller à combustion dans le flacon d'oxygène. Une vive lumière jaillit. Elle est d'abord jaunâtre, ce qui est causé par le phosphore qui brûle ; mais elle devient bientôt d'un blanc éblouissant tandis que d'abondantes fumées blanches se forment. A la fin de la combustion, le flacon contient des fumées blanches qui vont progressivement se déposer sur les parois du flacon (Voir illustration 1). Tout comme la poudre blanche qu'on découvre dans la cuiller, cette substance est insoluble dans l'eau. Elle est constituée d'oxyde de zinc

Illustration 1

- En utilisant une cuiller à combustion, on peut faire brûler dans l'oxygène divers sels métalliques plus ou moins dissous dans l'alcool éthylique. On obtient ainsi des flammes dont les couleurs varient entre elles.

- Chlorure de calcium :

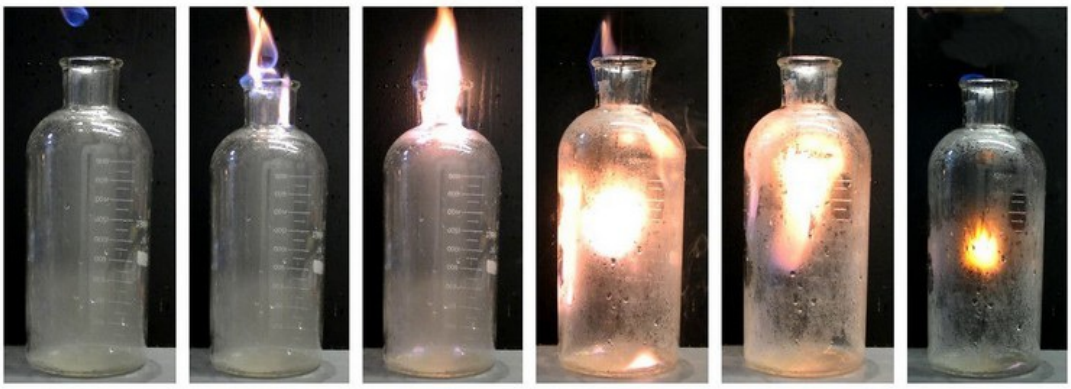
- Carbonate de baryum :

- Chlorure de cuivre II :

Chlorure de fer III :

- Chlorure de Nickel II :

- Chlorure de vanadium :



9.3. CHLORE (Cl_2)

- En page 105 d'OP j'ai indiqué qu'en faisant barboter Cl_2 dans de l'eau refroidie à +/- zéro degré on pouvait obtenir des cristaux d'hydrate de chlore. L'expérience peut être réalisée d'une autre manière, en utilisant cette fois une solution de chlorure de calcium en lieu et place d'eau distillée. Les cristaux d'hydrate de chlore se distinguent des éventuels cristaux de glace parce qu'ils se déposent immédiatement au fond de l'eau alors que les cristaux de glace ont tendance à flotter (Voir illustration 2).

Illustration 2

- Une bouteille en verre d'au moins un litre est raccordée à un appareil à chlore au moyen duquel, par gravitation, on la remplit du gaz verdâtre. Lorsque l'odeur du chlore se fait sentir, ce qui signifie que le flacon est rempli, on obture la bouteille à l'aide d'un verre de montre et on baisse au maximum l'éclairage. Cela fait, on soulève légèrement le verre de montre et, à l'aide d'une pipette, on projette un peu de benzène dans le flacon. Rien ne se passe. On allume ensuite une lampe UV d'un côté du flacon. Partant du côté de la bouteille faisant face à la lampe, un nuage blanc se forme et gagne progressivement tout le volume de la bouteille. Quelques vapeurs blanches peuvent passer là où le verre de montre n'assure pas une étanchéité parfaite. Quand la bouteille est entièrement remplie de vapeurs blanches, on la porte à l'extérieur. Une forte odeur d'insecticide s'en dégage. Il s'est formé de l'hexachlorure de benzène jadis

commercialisé sous le nom de *lindane* et désormais interdit compte tenu de sa haute toxicité (neurotoxique et cancérigène). Les photos ci-dessous (voir illustration 3) montrent le phénomène. Elles sont proposées en noir et blanc parce que sous l'influence du rayonnement UV l'appareil photo ne fournit que des images faussement colorées et peu lisibles. Notez que la première et la dernière des images proposées montrent le flacon alors que la lampe UV est éteinte. La seconde photo montre le flacon au moment de l'introduction du benzène (ligne verticale de haut en bas).

Illustration 3

9.5. DIOXYDE DE SOUFRE (SO_2)

- On fait passer SO_2 dans un drechsel puis dans un autre. Le premier contient du pentoxyde de vanadium en solution aqueuse et le second le même produit en solution H_2SO_4 diluée. La première se décolore puis prend une teinte très légèrement bleutée. La seconde, en revanche, prend une coloration d'un bleu très net.

- On prépare une solution de sulfure de calcium en faisant passer H_2S dans de l'eau mélangée de chaux. On arrête dès que la chaux a disparu. On fait bouillir pour évacuer le H_2S en surplus. On laisse refroidir à l'abri de l'air dans un flacon rempli à raz bord et bien bouché. Quand le liquide est refroidi, on en verse une partie dans un drechsel puis on y fait passer SO_2. Il se forme alors de l'hyposulfite de calcium. Ce liquide est ensuite versé dans une solution de sulfate de sodium. Il se forme un précipité de sulfate de calcium et le liquide contient désormais de l'hyposulfite de sodium qui décolore une solution d'iode.

- Par gravitation, on remplit de SO_2 un grand flacon bien sec. On y laisse ensuite tomber 2 ou 3 cc de HNO_3 et on bouche. Aussitôt, le flacon se remplit de vapeurs rougeâtres qui, peu à peu, disparaissent tandis que des cristaux blancs se forment sur les parois. Quand le flacon cesse d'être rouge, on l'ouvre, on y verse un peu d'eau dont on balaie les parois. A nouveau le flacon se remplit de vapeurs rouges. Quand celles-ci ont disparu, on teste le liquide dans une solution de chlorure de baryum. Il se forme un précipité blanc. Au départ, il y a eu apparition de cristaux de sulfate de nitrosyle qui, au contact de l'eau, redonnèrent des vapeurs rouges et formèrent de l'acide sulfurique. C'est une manière de montrer, en simplifiant, le principe de la préparation de cet acide (voir illustration 4)

Illustration 4

- On prend un ballon à trois cols, bien sec. Par deux des cols on introduit des tubes qui se rejoignent presque au fond du flacon. Le troisième col accueillera un tube de dégagement relié à l'extérieur. Par le

premier tube on fait arriver du SO_2 et, par le second, le NO_2 obtenu par réaction entre du nitrite de sodium et H_2SO_4. Le ballon se recouvre en interne d'une fine poussière. Attention que les diamètres intérieurs des tubes par où arrivent les gaz doivent être de bonne taille afin de ne pas se boucher. Placer le ballon dans un bain froid est utile car cela facilite la formation des cristaux dans le ballon et non dans les tubes. On arrête l'expérience quand on estime avoir recueilli assez de cristaux blancs. En fait, il n'en faut pas beaucoup pour que l'expérience soit une réussite. On débranche l'ensemble du système et, en le penchant, on laisse le ballon à trois cols se vider du gaz rougeâtre et dense qu'il contient encore. Cela fait, on ajoute un peu d'eau. Il y a effervescence et production, à nouveau, de vapeurs rougeâtres. On teste le liquide formé par le chlorure de baryum. Un précipité blanc se forme parce que le liquide contient de l'acide sulfurique. C'est, à nouveau, en simplifiant également, la base expérimentale de la fabrication de l’acide sulfurique.

10. REACTION ENTRE UN GAZ ET UN SOLIDE

10.1bis HYDROGENE

- Dans un petit ballon de 100 ml on introduit quelques morceaux de zinc et de l'acide chlorhydrique dilué. On incline le ballon à presque l'horizontale et on le ferme par un bouchon en silicone traversé d'un tube à dégagement en boro 3.3 de 8mm de diamètre partiellement rempli intérieurement d'oxyde rouge de fer (Fe_2O_3). On laisse l'hydrogène remplir complètement le flacon puis on chauffe le tube de dégagement. Son contenu devient rapidement noir. On laisse refroidir et à l'aide d'un simple aimant on constate que cette matière noire est du fer.

On peut remplacer l'oxyde de fer rouge par de l'oxyde de cuivre noir afin d'obtenir ainsi du cuivre.

En travaillant avec le montage très simple décrit ci-dessus on purge plus facilement d'air le ballon et on diminue ainsi le risque d'explosion qui pourrait se produire en chauffant le tube. Si on utilise un bouchon en silicone, c'est parce qu'il résiste bien à la température que le tube atteint en étant chauffé.

10.5 AMMONIAC (NH_3)

- Dans un tube en verre boro 3.3 ou, mieux, dans un tube en silice, on chauffe fortement un bout de fil en cuivre et un autre de fer, séparés entre eux d'un bon centimètre. On y fait ensuite passer un courant régulier de NH_3 bien sec. On observe un changement de couleur des deux métaux par formation d'azotures, lesquels sont instables.

- Dans un tube en verre boro 3.3 on chauffe de l'oxyde noir de cuivre puis on y fait passer NH_3. De noire, la poudre devient rouge. Il ne reste que du cuivre pulvérulent. Et il se dégage de l'eau et de l'azote.

12. REACTIONS A FROID (LIQUIDES+SOLIDES ET LIQUIDES+LIQUIDES)

12.1. REACTIONS AVEC DES METAUX OU DES METALLOIDES

Zinc

- On verse de l'ammoniaque concentrée sur de la poudre de zinc. Après quelque temps, le zinc se présente sous l'aspect d'une masse boursouflée légère. On agite et on laisse reposer. Et ainsi de suite pendant plusieurs jours, jusqu'à ce qu'à chaque agitation il ne se dégage pratiquement plus de petites bulles. Il se forme ainsi un complexe que les anciens nommaient erronément ammoniure de zinc. Le zinc, disaient-ils, était le seul métal pouvant être dissout par l'ammoniaque.

- On place de la poudre de zinc dans une solution d'acide citrique. Lentement, le zinc disparaît avec formation de bulles. Il se forme ainsi une solution de citrate de zinc dans l'acide citrique ou une solution assez concentrée de citrate si, après quelques jours, il reste du zinc non modifié dans le flacon. Agiter périodiquement est recommandé.

- Dans une solution d'acide sélénieux, on verse un peu de poudre de zinc ou de fer et on agite. Le liquide se colore lentement en rouge par apparition de sélénium rouge en lieu et place du métal.

Mercure

- On prend un cristallisoir qu'on pose sur une surface bien plane. On y verse une goutte de mercure qui, aplatie, doit mesurer +/- 1 cm². On la noie dans de l'acide sulfurique bien dilué. On verse quelque gouttes d'une solution de bichromate de potassium sur la goutte de mercure. Enfin, à l'aide d'un grand clou bien pointu on « pique » la goutte de mercure qui commence alors à s'agiter en battant un peu comme un coeur. Parfois, en retirant le clou, le coeur continue de battre un moment jusqu'à ce que le précipité rouge devienne moins abondant. Pour poursuivre l'opération il faut parfois ôter un peu de ce précipité à l'aide d'une pipette en PVC. Cette expérience a été appelée « le coeur battant de mercure » et est décrite dans Wikipedia sous ce terme. Elle demande quand même un peu de dextérité.

Tungstène

- Dans une grande éprouvette (assez haute) on place un peu de tungstène en poudre puis on verse par-dessus du peroxyde d'hydrogène à 33%. Au départ, rien ne se passe. Puis on voit de petites bulles s'élever à la surface. Bientôt, la réaction s'accélère et l'éprouvette devient si chaude que la réaction peut devenir tumultueuse. Au final, tout le tungstène disparaît et il reste un liquide incolore très acide : c'est de l'acide pertungstique formé par l'action du peroxyde sur l'acide tungstique H_2WO_4 jaune et insoluble

qui, lui, se forme lentement dans un peroxyde nettement moins concentré. Deux réactions sont donc possibles : l'une assez rapide qui donne l'acide pertungstique incolore et soluble et l'autre, beaucoup plus lente (parfois plusieurs semaines) qui donne l'acide tungstique qui, après évaporation et séchage, se présente sous forme de cristaux jaunes. A noter que si, dans le premier cas, on refroidit l'éprouvette quand elle est en hausse rapide de température, la réaction devient alors beaucoup moins forte et s'en trouve définitivement ralentie. En versant dans le liquide un peu d'eau de baryte on obtient un précipité blanc cailleboteux. Avec l'ammoniaque on obtient une légère coloration jaune. Avec le bichromate de potassium un liquide noir qui mousse énormément.

Molybdène

- Dans une éprouvette, on place un peu de molybdène en poudre et on ajoute de l'acide nitrique pas trop concentré. Une vive réaction se produit, il y a dégagement de vapeurs nitreuses puis le tube se colore en rouge brique. On laisse reposer. Après au moins 24 h, un précipité rouge très fin tapisse le fond de l'éprouvette. On lave ce précipité et on le divise en deux parties. Sur l'une on ajoute une solution concentrée de NaOH et sur l'autre une solution concentrée d'acide nitrique. Rien ne se passe. Si, ensuite, on ajoute un peu d'eau oxygénée dans chacune des éprouvettes, on obtient dans l'une un liquide jaune et, dans l'autre, un liquide rouge.

Selenium

- Dans une éprouvette ou un petit erlenmeyer on place un peu de sélénium et de l'acide nitrique légèrement dilué. On chauffe très légèrement pour lancer la réaction qui produit beaucoup de vapeurs rousses. S'il le faut, rajouter du sélénium jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'attaque. Le liquide reste vert parce que du gaz y reste dissous. Verser dans un flacon à large goulot et agiter jusqu'à ce que le liquide soit devenu incolore. Ce liquide contient du dioxyde de sélénium SeO_2 qui, réagissant avec l'eau de l'acide, donne un acide sélénieux H_2SeO_3 (La préparation de l'acide sélénieux a déjà été décrite en page 7).
Dans cet acide, on laisse alors tomber une quantité grosse comme un pois de cristaux de sulfite de sodium. Le liquide prend progressivement une belle teinte orange puis vire au rouge brique et laisse finalement déposer du sélénium rouge. La même chose arrive si on place un morceau de zinc dans la solution. Si, par exemple, la solution n'est pas entièrement débarrassée de l'acide, alors le zinc dégagera un moment du gaz puis le sélénium rouge apparaîtra.

12.2. REACTIONS AVEC LES HALOGENES ET LES HALOGENURES

- Deux ou trois gouttes de brome dans une éprouvette réagissent avec quelques gouttes d'ether ou quelques gouttes d'alcool méthylique. Dans les deux cas, la réaction reste modérée.

12.3. REACTIONS AVEC DES SELS MINERAUX

Sel de fer

- Dans un flacon fermant hermétiquement, on enferme du sulfure de fer bien noir et un petit flacon plein d'eau. Au contact de l'air humide, et après une longue période, le sulfure prend la même teinte jaune-orange que le sulfate de fer abandonné à l'air humide.

Sel de cuivre

- On prépare deux solutions en plaçant à chaque fois un flacon type ISO de 100 ml sur agitateur magnétique. La première est constituée de 6,5 gr de sulfate de cuivre dans 20 ml d'eau. La seconde est constituée de 6,5 gr de persulfate d'ammonium dans 15 gr d'ammoniaque à 25 %. Tandis qu'on installe un bac d'eau glacée, on place ces deux flacons au surgélateur. On les retire après cinq bonnes minutes,

verse la solution de persulfate dans un bécher de 100 ml placé dans le bac réfrigérant et verse ensuite, goutte à goutte, la solution de sulfate de cuivre. On a soin, dès le départ, de placer le bac réfrigérant sur agitateur magnétique et d'agiter lentement tout au long du mélange des deux substances. On note, progressivement, un épaississement du liquide. Quand le mélange est complètement terminé, on laisse encore tourner l'agitateur pendant une à cinq minutes puis on laisse reposer, cette fois en dehors du bac réfrigérant. Un dépôt bleu tombe au fond du bécher. On prépare un entonnoir filtrant de type buchner placé sur un erlenmeyer à filtration et on verse le liquide et le solide en un tas sur le papier filtre placé au préalable dans l'entonnoir. On lave à l'acétone tout en aspirant. Le nettoyage est terminé quand l'acétone coule incolore. On retire alors le papier filtre et on le place sur une porcelaine ajourée qui pourra faciliter le séchage. On obtient ainsi du sulfate de cuivre II tétrammine qui, au contact de l'air, a tendance à se modifier. On s'arrangera donc pour récupérer rapidement la substance aussi sèche que possible en plaçant par exemple la porcelaine sur un radiateur et en remuant fréquemment. On peut également utiliser une lampe infrarouge tenue à distance raisonnable ou un coûteux dispositif de type épiradiateur tel que décrit en page 28 d'OP. Une des propriétés de cette substance est de déflagrer quand elle est atteinte par la flamme d'un chalumeau. On la considère pour la cause comme explosive ce qui est sans doute exagéré car la déflagration d'une quantité grosse comme un pois cassé ne fait qu'un « patch » légèrement audible.

Sels de chrome, chromates et dichromates :

- Une solution de chlorure de strontium est mélangée avec une solution de chromate de potassium. Un précipité jaune citron très fin se forme et met longtemps à se décanter.

- Une solution de chromate de potassium est versée dans de l'eau de baryte. Un précipité jaune citron de chromate de baryum assez compact se forme puis, après agitation, se décante lentement.

Sels de sélénium et acide sélénieux :

- Une solution de thiosulfate (hyposulfite) de sodium versée dans de l'acide sélénieux produit un précipité rouge brique à rouge brun. Il apparaît lentement ou rapidement, en petite ou en grande quantité selon les dilutions et selon qu'on chauffe ou non.

- Dans une solution d'acide sélénieux on laisse tomber un peu de chlorure d'étain II en poudre et on agite. Aussitôt il se forme un précipité rouge.

- Dans une solution d'acide sélénieux on verse une solution d'acide sulfureux. Le liquide se colore rapidement en rouge transparent puis devient opaque et d'une belle couleur rouge brique par formation de sélénium rouge.

12.5. REACTIONS SIMPLES AVEC DES SUBSTANCES ORGANIQUES

- Dans une solution aqueuse d'aniline, obtenue en chauffant légèrement, on verse un peu de formol. On obtient ainsi un précipité blanc d'anhydroformaldehyde aniline.

12.6. QUELQUES EXPERIENCES PARTICULIERES

- Voici une expérience curieuse... Dans un petit flacon en porcelaine, on mélange un peu de camphre naturel et de menthol. A l'aide d'un petit pilon en verre ou en porcelaine, on écrase ensemble les deux substance. Très vite, ces matières solides se liquéfient pour former une sorte de gel gras. Cette nouvelle substance peut avoir certains effets médicamenteux. Il ne faut cependant pas y recourir sans avis médical sérieux.

12.7. REACTIONS SPECTACULAIRES

Illustration 5

- Dans une coupelle en porcelaine, on place un peu de trioxyde de chrome. On laisse ensuite tomber dessus quelques gouttes d'ammoniaque concentrée. Le liquide se teint en jaune puis, lentement, il y a solidification en une masse jaune-rouge.

12.8. SOURCES DE FEU OU EXPLOSIONS

- On prépare un peu d'heptoxyde de manganèse en versant quelques gouttes de H_2SO_4 sur du permanganate de potassium placé sur une soucoupe en porcelaine. Ensuite, on laisse tomber deux gouttes d'acétone. Il y a inflammation. En lieu et place d'acétone, on laisse tomber gros comme un pois un morceau d'hexamine. Cela déclenche une explosion brutale. Il est donc prudent de n'agir qu'avec de petites quantités, à l'extérieur et avec des protections adéquates.

- Dans une coupelle en porcelaine, on place un peu de trioxyde de chrome. On laisse ensuite tomber dessus quelques gouttes d'acétone de manière à ce que le trioxyde soit noyé. Une légère réaction se produit. Il est prudent ensuite de se retirer car au bout d'un temps variable, une détonation avec flamme se produit et la coupelle se trouve remplie d'une poudre verte d'oxyde. L'expérience est dangereuse du fait de son imprévisibilité.

14. REACTIONS A CHAUD AVEC AU MOINS UN LIQUIDE

14.1. REACTIONS AVEC DES METAUX OU DES METALLOÏDES

- Dans un creuset en porcelaine, on fait chauffer de la poudre de magnésium avec un grand excès d'acide borique. On observe des fumées bleutées. L'ensemble prend finalement l'aspect d'un solide gris. C'est du diborure de magnésium MgB_2, insoluble dans l'eau, qui, dans l'industrie, a différentes applications mais n'en a aucune dans un laboratoire amateur. Le creuset peut être nettoyé à l'acide chlorhydrique d'abord puis à l'eau régale ensuite.

- Dans une éprouvette, on fait chauffer un fragment de cobalt dans le l'acide formique. Le liquide rosit légèrement, suite à la formation d'un formiate. A cette liqueur, on ajoute une solution de ferrocyanure de potassium. On obtient alors un beau liquide transparent bleu électrique.

14.4. REACTIONS AVEC DES ACIDES ET DES SELS MINERAUX

- On fait réagir une solution d'acétate de plomb avec une solution d'iodure de K, ce dernier en excès. On obtient ainsi un précipité d'iodure de plomb jaune citron. On le lave, puis on ajoute H_2O et on chauffe jusqu'à ébullition. Cela fait, on filtre. On laisse refroidir lentement le filtrat qui est bien limpide. Il laisse peu à peu déposer de beaux cristaux jaunes. Cette expérience bien connue a été décrite dans en page 253 d'OP. Cette fois cependant, on la poursuit comme suit... Le papier filtre contenant encore du précipité est placé dans un flacon d'eau qu'on porte une fois de plus à ébullition. On filtre à nouveau et laisse refroidir comme précédemment. On recommence ces opérations autant de fois que nécessaire jusqu'à ce que tout le précipité jaune se soit dissout et ait laissé déposer des cristaux jaunes en refroidissant. Puis on élimine un maximum d'eau dans les flacons où le précipité s'est cristallisé et on rassemble ces cristaux en les versant dans un cristallisoir. On absorbe encore un maximum de liquide avec des bandes de papier filtre puis on laisse sécher, éventuellement en plaçant brièvement sur une plaque chaude. Les cristaux d'iodure de plomb bien séchés sont alors récupérés. Quand on les chauffe, ils prennent une teinte rouge mais redeviennent jaunes en refroidissant. Si on les chauffe davantage, ils noircissent puis des vapeurs d'iode se dégagent.

- On verse une solution de nitrate mercurique dans deux éprouvettes différentes. Dans la première, on verse ensuite une solution de KI. Un précipité rouge-orange se forme. On chauffe jusqu'à ce que le liquide soit évaporé. Lors du chauffage, le précipité devient plus rouge. Cet iodure mercurique rouge se dépose sur les parois de l'éprouvette et devient jaune par chauffage. Dans la seconde éprouvette, on verse la solution de KI jusqu'à disparition du précipité rouge-orange. On a alors un liquide jaune. On y verse une solution de nitrate d'argent. Un précipité jaune citron se forme. On chauffe pour éliminer l'eau. Le précipité jaune citron devient alors jaune terre de sienne. Contrairement à ce que dit une certaine littérature, j'ai constaté qu'en refroidissant les deux précipités ne reprennent pas vraiment leur couleur initiale.

- Dans une capsule en porcelaine, on fait bouillir un peu d'eau. On y ajoute ensuite, lentement et en remuant, du borax (tétraborate de sodium) bien réduit en poudre. La solution doit rester limpide. On la verse ainsi dans une éprouvette et on y place une tigette de mesure du PH. Elle indique alors un PH très alcalin. Petit à petit et en agitant, on verse HCl jusqu'à ce que le PH devienne acide. Lentement et surtout en refroidissant, le liquide se charge de cristaux et paillettes d'acide borique. Le liquide est, quant à lui, chargé de chlorure de sodium (sel de cuisine) qui peut être enlevé grâce à un lavage sur papier filtre, l'acide borique étant peu soluble.

- Un morceau de sélénium chauffé dans H_2SO_4 concentré donne une couleur verte par formation d'oxydes mixtes instables du soufre et du sélénium dont des sélénosulfates.

14.5. REACTIONS AVEC DES SUBSTANCES ORGANIQUES

- Dans une grande éprouvette, on verse un peu d'acétate d'éthyle et on y laisse tomber une languette destinée à mesurer le Ph. On constate qu'il n'est pas du tout acide. On ajoute une quantité égale d'eau, on mélange et on chauffe. Le liquide devient acide par formation d'acide acétique. La même chose se produit si on mélange longtemps et sans chauffer.

- On prépare deux solutions identiques comme par exemple 20 ml de HNO_3 et 20 ml de HCl et on les mélange pour produire de l'eau régale. Verser celle-ci sur une solution d'acide oxalique et chauffer. On n'observe pratiquement aucune réaction d'oxydation. Ajouter un peu de sulfate de manganèse. Aussitôt du CO_2 et des vapeurs nitreuses se dégagent.

- On prépare, à chaud, une solution de 6 g de borax et 5 g d'acide borique dans 100 ml d'eau. On y trempe un disque à démaquiller en coton ou une boule d'ouate, puis on presse et on laisse sécher. Lorsque le coton est bien sec, on l'allume à l'aide d'une allumette ou d'un chalumeau. Il se consume, certes, mais lentement et sans flamme. Il a été ignifugé. Tel était le moyen utilisé jadis pour empêcher que les vêtements de coton s'enflamment et provoquent de graves brûlures.

- En cuisinant, on réalise bien souvent, sans s'en rendre compte, différentes réactions chimiques. On sait, par exemple, que choux rouge peut servir d'indicateur coloré et que, par conséquent, l'ajout d'un peu de vinaigre ou d'acide citrique dans sa préparation peut faire passer sa couleur du bleu au rouge tandis que l'ajout d'un peu de bicarbonate de soude peut faire passer sa couleur au bleu (voir page 52 d'OP). L'ajout de bicarbonate de soude dans une eau de cuisson peut, de même, éviter à certains légumes verts, comme les haricots, de perdre leur couleur tandis que la même substance ajoutée à des légumes secs peut dans certains cas diminuer leur temps de cuisson en les attendrissant. Mais peu de gens réalisent qu'ils font de la chimie rien qu'en cuisant un oeuf. En effet, c'est la chaleur qui coagule l'albumine de l'oeuf. Mais cette dernière peut également se coaguler à froid par les acides, l'alcool et l'éther. Autant d'expériences qu'il est aisé de réaliser dans une simple éprouvette. L'albumine n'est pas seulement contenue en grande quantité dans les oeufs. Il s'en trouve également, avec bien d'autres substances, dans le sperme qu'on peut faire réagir tout aussi facilement à la chaleur, aux acides, à l'alcool et à l'éther que l'albumine d'oeuf et avec des résultats semblables.

- Contrairement à l'albumine, la gélatine est soluble dans l'eau chaude, mais elle précipite également par l'alcool et l'éther.

15. DISTILLATIONS ET AUTRES OPERATIONS SEMBLABLES

15.5 . EXTRACTION DES ESSENCES

- A l'aide d'un blender, on réduit en pâte fluide les écorces d'au moins une demi-douzaine de mandarines plongées dans de l'eau et on les place dans un ballon ou un erlenmeyer d'au moins 1 L en ajoutant encore de l'eau pour obtenir un liquide sirupeux. En distillant à l'aide d'une colonne de Vigreux et d'un réfrigérant classique (droit ou vertical), on recueille la moitié du liquide du départ et on le verse dans une ampoule à décanter. On y ajoute un peu de sel (chlorure de sodium), on bouche l'ampoule et on l'agite en la renversant de manière à ce que son robinet soit situé en haut en position ouverte. Une fine couche liquide très réfringente surnage rapidement dès qu'on cesse d'agiter et qu'on laisse reposer. A l'aide du robinet, on sépare les deux liquides. La couche réfringente est constituée d'essence de mandarine. La quantité récupérée est si faible qu'il faut considérer cette expérience comme une pure curiosité de laboratoire qui peut être réalisée, bien entendu, avec d'autres écorces d'agrumes

16. CHAUFFAGE DE SOLIDES

16.1. METAUX ET NON METAUX

Etain

- Dans un creuset en porcelaine, on chauffe un mélange de petits morceaux d'étain avec de l'iode en surplus. Il y a inflammation et une grande quantité d'iode se vaporise, suivie par des fumées jaunes. On arrête là l'expérience. Dans le creuset, après refroidissement, on trouve un solide jaunâtre d'iodure d'étain. Etant donné les vapeurs d'iode qui sont dégagées, cette expérience doit être réalisée à l'extérieur du laboratoire, dos au vent.

Magnesium

- Si on chauffe une éprouvette contenant un mélange de magnésium en poudre et de carbure de calcium en poudre, une incandescence se produit avec dégagement de fumées blanches. Il se forme très probablement un carbure de magnésium Mg_2C_3 qui, avec l'eau, peut donner de l'acétylène, mais moins que le carbure de calcium. Cependant, avec une eau acidulée par HCl, des étincelles se produisent, tout comme avec le siliciure de magnésium (voir pages 287-288 d'OP).

Tungstène

- Dans un creuset de porcelaine, on mélange du tungstène en poudre avec un excès de KOH. On chauffe. L'ensemble fond, on observe une flamme et il se forme du tungstate de potassium qui est soluble ensuite dans l'eau. Ce tungstate forme des précipités divers : rose-lilas dans le chlorure de cobalt, jaune sale dans le chlorure ferrique, blanc dans le chlorure de baryum, blanc-bleuté dans le sulfate de cuivre etc.

Cadmium

- Des morceaux de cadmium placés dans un centimètre cube de nitrate d'ammonium et chauffés donnent une combustion vive avec fumées blanches. Puis le surplus dégage des vapeurs rutilantes.

Sélénium

- Un mélange de cadmium et de sélénium placé dans une petite éprouvette s'enflamme ou provoque une petite explosion.

- Dans un creuset en porcelaine, chauffer de petits morceaux de sélénium avec de la poudre d'aluminium. La réaction est très vive. On observe des étincelles et il se forme du séléniure d'aluminium Al_2Se_3. La chaleur est si forte que le creuset peut être abîmé. Si, après refroidissement, on ajoute de l'eau, il se produit du séléniure d'hydrogène hautement toxique. C'est pourquoi il faut effectuer nécessairement cette expérience au grand air et dos au vent !
Une fois préparé, le séléniure d'aluminium peut être placé dans une éprouvette dans laquelle on glisse un peu d'eau avant de la fermer à l'aide d'un bouchon traversé d'un tube effilé. Le séléniure d'hydrogène peut alors être enflammé. Il brûle avec une flamme bleue.
Ce gaz réagit également un peu comme H_2S en noircissant un papier imprégné d'acétate de plomb.
Pour nettoyer partiellement le creuset si ce dernier n'a pas été trop endommagé, on peut utiliser HCl concentré. Mais il faut procéder là encore uniquement à l'air libre car le gaz qui se dégage est très toxique et attaque les cellules de la bouche et du nez.
REMARQUE : si, dans la combustion première il y avait un excès de sélénium, du dioxyde de sélénium toxique pouvait également se dégager.

Ferrocérium

- Le ferrocérium est un alliage composé de plusieurs éléments dont le fer (principalement), le cérium, le lanthane, le néodyme etc. Plus connu sous le nom de « pierres à briquet » cet alliage se présente généralement sous l'aspect de petits bâtonnets de 4 ou 5 mm de long. En les raclant sur une surface dure et irrégulière comme certains types de pavés ou du béton, ces bâtonnets produisent des étincelles. Mais on peut également les chauffer au rouge au préalable. Dans ce cas, des particules s'en détachent et restent longtemps rouges. Mais voici une expérience encore plus spectaculaire : on chauffe au rouge un de ces bâtonnets tenu dans une pince métallique puis on le laisse tomber à terre sur un sol dur. Alors il se produit une sorte d'éclatement d'étincelles.

16.2. SELS ET ACIDES MINERAUX DIVERS

- Dans une éprouvette en solide boro 3.3 de taille très moyenne, on introduit un mélange d'oxyde de cuivre noir avec du charbon de bois en poudre. On chauffe très fort en faisant passer le gaz qui s'échappe dans de l'eau de baryte. Cette dernière donne un précipité blanc qui accuse un dégagement de CO_2. La poudre à l'intérieur de l'éprouvette devient rouge avec, en certains endroits, les reflets métalliques du cuivre qui s'est formé. L'éprouvette, souvent déformée, est généralement perdue.

- Pas mal d'ouvrages de chimie disent qu'il est possible de préparer de l'acide sulfurique fumant en chauffant et distillant du sulfate ferreux. C'est tout à fait inexact et c'est encore un exemple de la manière dont, en simplifiant, certains auteurs finissent par dire des bêtises. En fait, il faut que le sulfate ait été exposé longtemps à l'air afin d'absorber celui-ci et son humidité et se soit converti ainsi en un mélange mal défini de sulfate basique ferrique et d'oxydes hydratés de fer. C'est ce mélange qu'il faut chauffer très

lentement et sans le tasser. On voit alors de l'eau et du SO_3 qui se dégagent et qui, réfrigérés ensemble, donnent de l'acide sulfurique. Le résultat obtenu dans un laboratoire amateur au départ de petites quantités de matière est cependant bien moins concluant que ce qui se faisait jadis dans l'industrie. L'acide obtenu est en effet loin d'être du véritable acide sulfurique fumant !

16.3. SUBSTANCES ORGANIQUES DIVERSES

- Dans une éprouvette ordinaire, on place une très petite quantité d'acide picrique (une pointe de spatule). On chauffe en ayant grand soin de tenir l'éprouvette éloignée de soi et avec l'ouverture dirigée à l'opposé du visage. Soudain, une flamme apparaît avec un bruit d'explosion. Ainsi est-il démontré que l'acide picrique est un explosif puissant.

PAGE BLANCHE

PAGE BLANCHE

DOS DE COUVERTURE